

9. ΙΟΝΤΙΚΟΣ ΚΑΙ ΟΜΟΙΟΠΟΛΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ

Ιοντικοί δεσμοί

ΣΚΟΠΟΣ

Σκοπός αυτής της ενότητας είναι να γνωρίσουμε ορισμένα βασικά χαρακτηριστικά του ιοντικού δεσμού και να μάθουμε

1. Να περιγράψουμε τους ιοντικούς δεσμούς
2. Να βρίσκουμε τις ηλεκτρονικές δομές ιόντων
3. Να εκτιμούμε το μέγεθος των ιόντων

Προσδοκώμενα αποτελέσματα

Όταν θα έχετε μελετήσει αυτή την ενότητα, θα μπορείτε να:

- ❖ Ορίζετε τι είναι ιοντικός δεσμός.
- ❖ Χρησιμοποιείτε τα σύμβολα Lewis για να παραστήσετε τον σχηματισμό ιοντικών δεσμών.
- ❖ Ορίζετε την ενέργεια πλέγματος και να την υπολογίζετε από θερμοδυναμικά δεδομένα μέσω των κύκλων Born – Haber .
- ❖ Περιγράφετε γενικές ιδιότητες ιοντικών ενώσεων.
- ❖ Αναγράφετε την ηλεκτρονική δομή και το σύμβολο Lewis για ένα ιόν κύριας ομάδας.
- ❖ Αναγράφετε ηλεκτρονικές δομές ιόντων μεταβατικών μετάλλων.
- ❖ Ορίζετε την ιοντική ακτίνα.
- ❖ Βρίσκετε ποια ιόντα είναι ισοηλεκτρονικά.
- ❖ Χρησιμοποιείτε περιοδικές τάσεις για να συγκρίνετε ιοντικές ακτίνες.

Έννοιες κλειδιά

- ❖ Ενέργεια πλέγματος
- ❖ Ιοντική ακτίνα
- ❖ Ιοντικός δεσμός
- ❖ Ισοηλεκτρονικά χημικά είδη
- ❖ Νόμος του Coulomb
- ❖ Σύμβολα Lewis

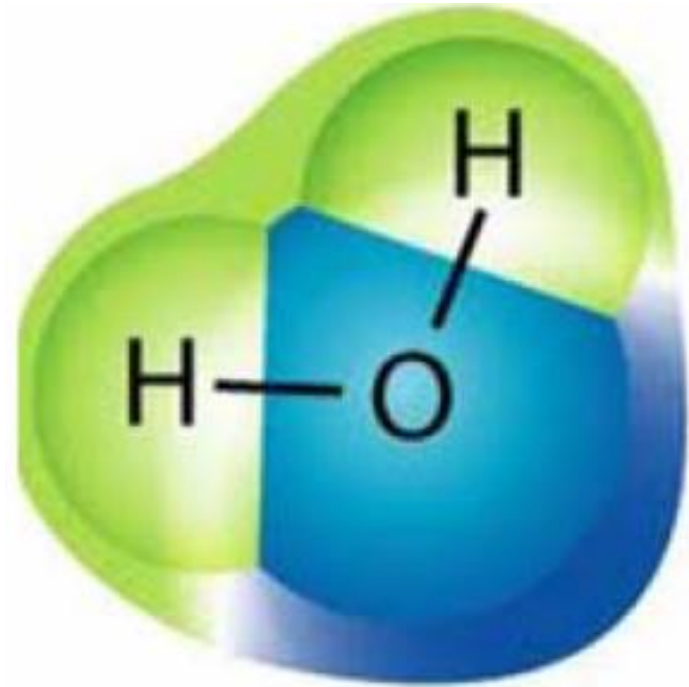
Ebbing – Gammon (Ενότητες)

9.1 Περιγραφή ιοντικών δεσμών

9.2 Ηλεκτρονικές δομές ιόντων

9.3 Ιοντικές ακτίνες

Good Morning! My name is Bond, Chemical Bond!



Χημικός δεσμός: μια ισχυρή ελκτική δύναμη που ασκείται ανάμεσα σε ορισμένα άτομα μιας ουσίας.

Ιοντικός δεσμός, ομοιοπολικός δεσμός, μεταλλικός δεσμός

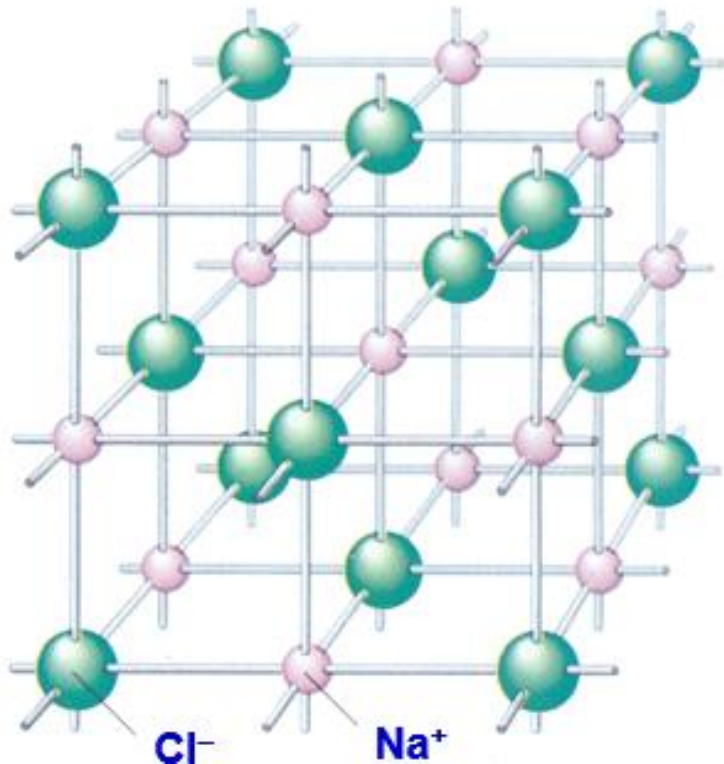
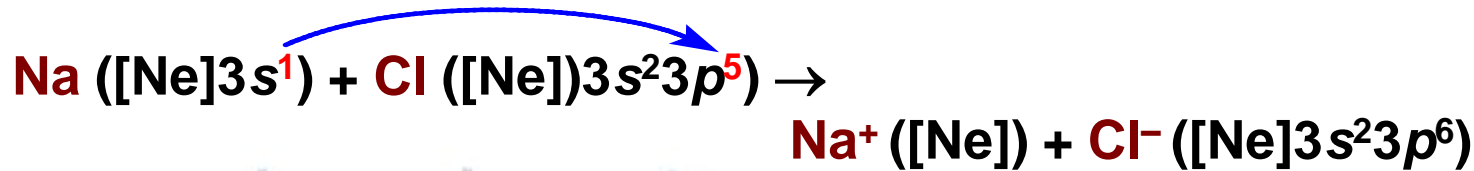
9.1 Περιγραφή ιοντικών δεσμών

Τι είναι ιοντικός δεσμός;

Είναι ένας χημικός δεσμός που σχηματίζεται από την ηλεκτροστατική έλξη μεταξύ θετικών και αρνητικών ιόντων.

Πώς δημιουργείται ο ιοντικός δεσμός;

Μεταφορά ηλεκτρονίου σθένους, π.χ.



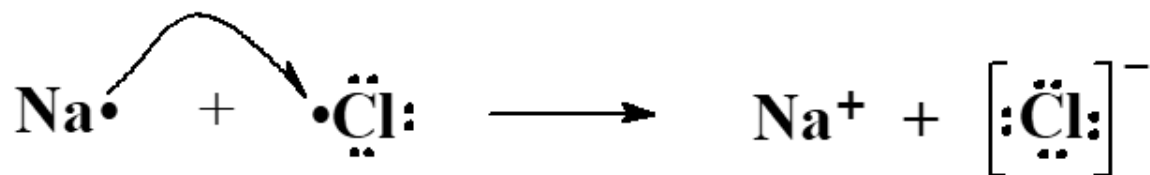
Φυσικοί κρύσταλλοι του ορυκτού αλίτης (NaCl)

Μοντέλο τμήματος ενός κρυστάλλου, στο οποίο διακρίνεται σαφώς η κανονική διάταξη των ιόντων νατρίου και χλωριδίου.

Κάθε ιόν Na⁺ περιβάλλεται από έξι ιόντα Cl⁻ και κάθε ιόν Cl⁻ περιβάλλεται από έξι ιόντα Na⁺

(α) Σύμβολα Lewis με ηλεκτρόνια κουκκίδες

Σύμβολο Lewis είναι ένα σύμβολο με το οποίο τα ηλεκτρόνια του φλοιού σθένους ενός ατόμου ή ιόντος παριστάνονται υπό μορφή κουκκίδων τοποθετημένων γύρω από το γραμματοσύμβολο του στοιχείου.



Σύμβολα Lewis με ηλεκτρόνια-κουκκίδες για τα άτομα της 2ης και 3ης Περιόδου

	1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
Περίοδος	ns^1	ns^2	ns^2np^1	ns^2np^2	ns^2np^3	ns^2np^4	ns^2np^5	ns^2np^6
Δεύτερη	$\text{Li}\cdot$	$\cdot\text{Be}\cdot$	$\cdot\text{B}\cdot$	$\cdot\text{C}\cdot$	$:\text{N}\cdot$	$:\text{O}\cdot$	$:\text{F}\cdot$	$:\text{Ne}:$
Τρίτη	$\text{Na}\cdot$	$\cdot\text{Mg}\cdot$	$\cdot\text{Al}\cdot$	$\cdot\text{Si}\cdot$	$:\text{P}\cdot$	$:\text{S}\cdot$	$:\text{Cl}\cdot$	$:\text{Ar}:$

!! Μη συζευγμένες κουκκίδες δεν συμβολίζουν υποχρεωτικά ασύζευκτα e, π.χ. Be, B, C

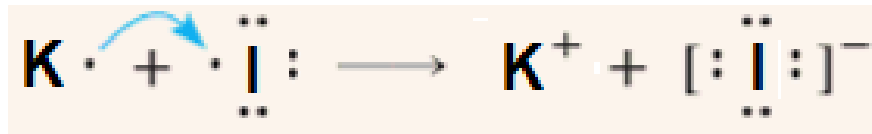
Παράδειγμα 9.1

Χρήση συμβόλων Lewis για την παράσταση σχηματισμού
ιοντικού δεσμού

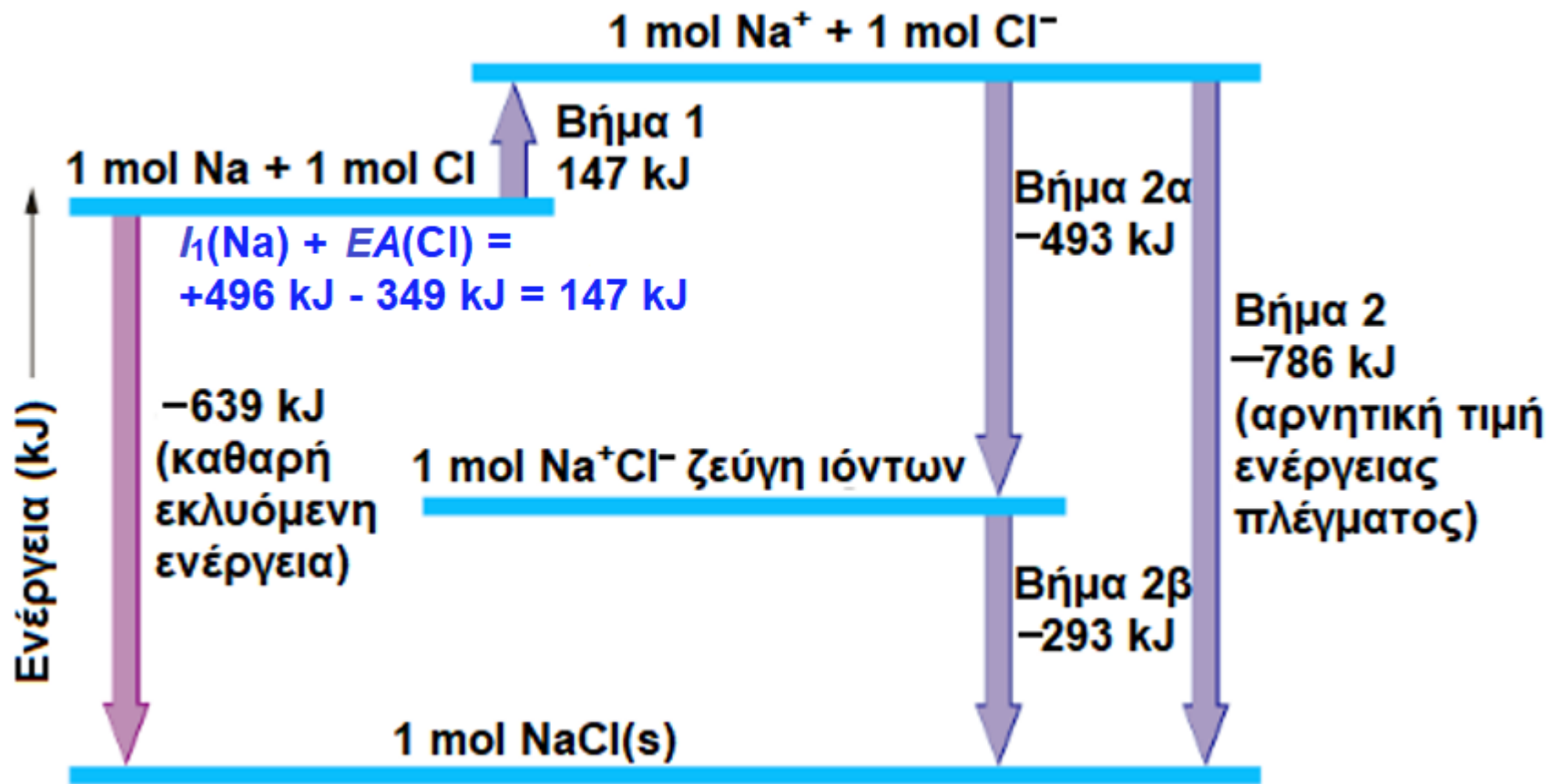
Χρησιμοποιήστε σύμβολα Lewis για να παραστήσετε τη
μεταφορά ηλεκτρονίων μεταξύ των παρακάτω ατόμων προς
σχηματισμό ιόντων με δομές ευγενών αερίων:

(α) K και I (β) Ca και Br (γ) Sr και O

Απάντηση



(β) Ενέργεια που περικλείουν οι ιοντικοί δεσμοί (παράδειγμα NaCl)



Ενέργειες που σχετίζονται με τη δημιουργία ιοντικού δεσμού

Το Βήμα 1 (απαιτεί ενέργεια), στα Βήματα 2α και 2β εκλύεται ενέργεια. Η συνολική διαδικασία σχηματισμού του NaCl ευνοείται ενεργειακά αφού καταλήγει σε 639 kJ/mol ενέργειας.

Ενέργεια πλέγματος

Τι ονομάζουμε ενέργεια πλέγματος (U);

την ενέργεια που απαιτείται για τον πλήρη διαχωρισμό ενός mole μιας στερεάς ιοντικής ένωσης στα ιόντα της σε αέρια φάση, π.χ.



Τι λέει ο Νόμος του Coulomb, βάσει του οποίου υπολογίζουμε την ενέργεια (-493 kJ) στο Βήμα 2α; (βλ. υπολογισμό στην επόμενη διαφάνεια) η δυναμική ενέργεια που λαμβάνεται όταν δύο ιόντα με ηλεκτρικά φορτία Q_1 και Q_2 , ευρισκόμενα αρχικά σε άπειρη απόσταση μεταξύ τους, φέρονται σε απόσταση r το ένα από το άλλο, είναι ανάλογη του γινομένου των φορτίων και αντιστρόφως ανάλογη της μεταξύ τους απόστασης:

$$E = \frac{kQ_1Q_2}{r} \quad k = \text{φυσική σταθερά} = 8,99 \times 10^9 \text{ J}\cdot\text{m}/\text{C}^2$$

Πώς η U επηρεάζει σ.τ. και διαλυτότητα ιοντικών ενώσεων

Γενικά, όσο μεγαλύτερη η τιμή της U τόσο σταθερότερο το στερεό \Rightarrow τόσο υψηλότερο το σ.τ. και τόσο μικρότερη η διαλυτότητα της ένωσης

Ένωση	U (kJ/mol)	σ.τ.
LiF	1017	845
NaBr	736	750
KCl	699	772
MgCl ₂	2527	714
CaO	3461	2587
MgO	3890	2800

Παράδειγμα 9.2

Εφαρμογή του νόμου του Coulomb

Υπολογίστε την ενέργεια που λαμβάνεται, όταν ένα ιόν Na^+ και ένα ιόν Cl^- πλησιάζουν για να σχηματίσουν το ιοντικό ζεύγος NaCl . Η απόσταση των πυρήνων των ιόντων στον κρύσταλλο NaCl είναι ίση με 282 pm, το φορτίο του ηλεκτρονίου ίσο με $1,602 \times 10^{-19} \text{ C}$ και η σταθερά k στον τύπο Coulomb ίση με $8,99 \times 10^9 \text{ J}\cdot\text{m}/\text{C}^2$

Απάντηση

$$E = \frac{kQ_1Q_2}{r} = \frac{-(8,99 \times 10^9 \text{ J}\cdot\text{m}/\text{C}^2) \times (1,602 \times 10^{-19} \text{ C})^2}{2,82 \times 10^{-10} \text{ m}} = -8,18 \times 10^{-19} \text{ J}$$

Για 1 mol ιοντικών ζευγών Na^+Cl^- (όχι κρυσταλλικού στερεού NaCl)

$$E = (-8,18 \times 10^{-19} \text{ J})(6,022 \times 10^{23} / \text{mol}) = -493 \text{ kJ/mol}$$

όσο βρήκαμε στο Βήμα 2α του προηγούμενου σχήματος

(γ) Ενέργεια πλέγματος U από τον κύκλο Born-Haber

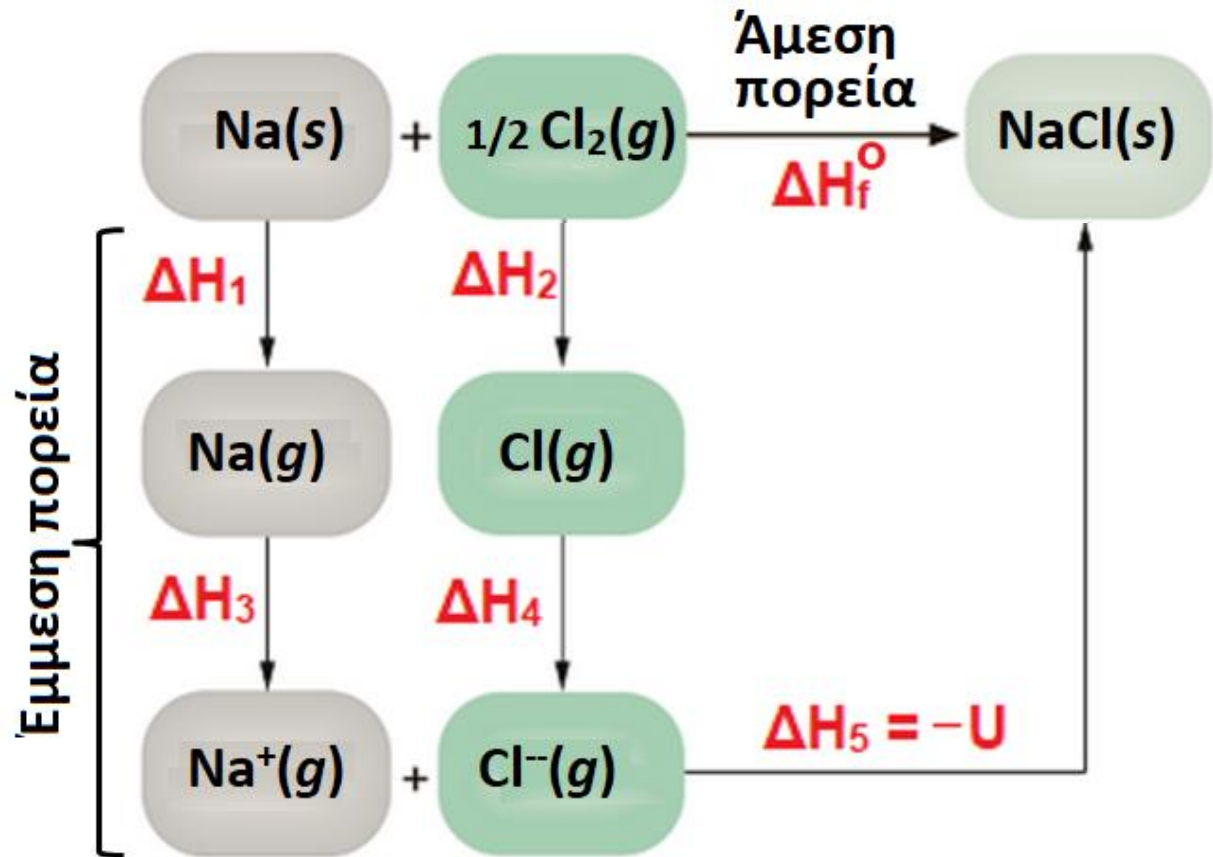
Ενθαλπία $H = U + PV$ ($U =$ εσωτερική ενέργεια) $H_f - H_i = \Delta H$

Υπό σταθερή P και $T \Rightarrow \Delta H = q$ (θερμότητα αντίδρασης)

Ο σχηματισμός του $\text{NaCl}(s)$ από τα στοιχεία του μπορεί να θεωρηθεί ότι πραγματοποιείται μέσα από δύο διαφορετικές πορείες:

1. Η άμεση πορεία είναι η αντίδραση σχηματισμού του $\text{NaCl}(s)$ με μεταβολή ενθαλπίας ΔH_f°

2. Η έμμεση πορεία πραγματοποιείται σε πέντε στάδια, με $\Delta H_1, \dots, \Delta H_5$



U εσωτ. ενέργεια $\neq U$ ενέργεια πλέγματος

Υπολογισμός της ενέργειας πλέγματος από τον κύκλο Born-Haber

Ο σχηματισμός ενός mole NaCl(s) σε ένα στάδιο (άμεση πορεία)



Ο σχηματισμός ενός mole NaCl(s) σε πέντε στάδια (έμμεση πορεία)

1. Εξάχνωση: $\text{Na(s)} \rightarrow \text{Na(g)} \quad \Delta H_1 = +108 \text{ kJ}$
2. Διάσπαση: $1/2 \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{Cl(g)} \quad \Delta H_2 = +240/2 = +120 \text{ kJ}$
3. Ιοντισμός: $\text{Na(g)} \rightarrow \text{Na}^+(\text{g}) + e^- \quad \Delta H_3 = +496 \text{ kJ}$
4. Ηλεκτρονική συγγένεια: $\text{Cl(g)} + e^- \rightarrow \text{Cl}^-(\text{g}) \quad \Delta H_4 = -349 \text{ kJ}$
5. Σχηματισμός NaCl(s) από ιόντα: $\text{Na}^+(\text{g}) + \text{Cl}^-(\text{g}) \rightarrow \text{NaCl(s)} \quad \Delta H_5 = -U = ;$



Νόμος του Hess (Νόμος της άθροισης θερμοτήτων) \Rightarrow

$$\Delta H_f = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 + \Delta H_4 + \Delta H_5 \quad \Rightarrow$$

$$\Delta H_5 = \Delta H_f - \Delta H_1 - \Delta H_2 - \Delta H_3 - \Delta H_4$$

$$= (-411 - 108 - 120 - 496 + 349) \text{ kJ} = -786 \text{ kJ}$$

$$\Rightarrow U = +786 \text{ kJ/mol}$$

Παράδειγμα 9.3

Υπολογισμός της ενέργειας πλέγματος από τον κύκλο Born – Haber

Με βάση τα ακόλουθα δεδομένα υπολογίστε την ενέργεια πλέγματος του NaI(s) :

(α) Η ενθαλπία σχηματισμού NaI(s) είναι -272 kJ/mol .

(β) Η ενέργεια εξάχνωσης του Na είναι 108 kJ/mol .

(γ) Η ενέργεια πρώτου ιοντισμού του Na είναι 496 kJ/mol .

(δ) Η ενέργεια εξάχνωσης του $\text{I}_2(\text{s})$ είναι 62 kJ/mol .

(ε) Η ενέργεια διάσπασης του δεσμού I-I είναι 151 kJ/mol .

(στ) Η πρώτη ηλεκτρονική συγγένεια του ιωδίου είναι -295 kJ/mol .

Παράδειγμα 9.3 (συνέχεια)

Ο σχηματισμός ενός mole NaI(s) σε ένα στάδιο:



Ο σχηματισμός ενός mole NaI(s) σε περισσότερα στάδια:

1. Εξάχνωση: $\text{Na(s)} \rightarrow \text{Na(g)}$ $\Delta H_1 = +108 \text{ kJ}$
2. Εξάχνωση: $1/2 \text{I}_2(\text{s}) \rightarrow 1/2 \text{I}_2(\text{g})$ $\Delta H_2 = +62/2 = +31 \text{ kJ}$
3. Διάσπαση: $1/2 \text{I}_2(\text{g}) \rightarrow \text{I(g)}$ $\Delta H_3 = +151/2 = +75,5 \text{ kJ}$
4. Ιοντισμός: $\text{Na(g)} \rightarrow \text{Na}^+(\text{g}) + e^-$ $\Delta H_4 = +496 \text{ kJ}$
5. Ηλεκτρονική συγγένεια: $\text{I(g)} + e^- \rightarrow \text{I}^-(\text{g})$ $\Delta H_5 = -295 \text{ kJ}$
6. $\text{Na}^+(\text{g}) + \text{I}^-(\text{g}) \rightarrow \text{NaI(s)}$ $\Delta H_6 = -U = ;$



Νόμος του Hess \Rightarrow

$$\Delta H_f = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 + \Delta H_4 + \Delta H_5 + \Delta H_6 \Rightarrow$$

$$\Delta H_6 = \Delta H_f - \Delta H_1 - \Delta H_2 - \Delta H_3 - \Delta H_4 - \Delta H_5$$

$$= (-272 - 108 - 31 - 75,5 - 496 + 295) \text{ kJ} = -687,5 \text{ kJ}$$

$$\Rightarrow U = +688 \text{ kJ/mol}$$

(δ) Ιδιότητες των Ιοντικών ενώσεων

Ιοντικές ενώσεις: στερεά με υψηλά σ.τ.

NaCl (801°C), MgO (2800°C)

Ισχυρές ηλεκτροστατικές δυνάμεις Coulomb

Θέρμανση: δονήσεις δομικών λίθων, απομάκρυνση από τις αρχικές θέσεις που κατέχουν στο πλέγμα ⇒ τήξη

σ.τ. (MgO) >> σ.τ. (NaCl) Γιατί;

Ερμηνεία βάσει νόμου Coulomb $E = \frac{kQ_1Q_2}{r}$

Σύγκριση φορτίων ιόντων (Q) και απόστασης (r)

Ιδιότητες τηγμάτων και υδατικών διαλυμάτων ιοντικών στερεών (καλοί αγωγοί του ηλεκτρισμού)

Ιοντικά στερεά με χαμηλά σ.τ. !!! (πολύ μεγάλα κατιόντα με πολύ μικρά ανιόντα, βλ. Δοκίμιο Ιοντικά Υγρά και Πράσινη Χημεία)

9.2 Ηλεκτρονικές δομές ιόντων

(α) Ιόντα στοιχείων **κυρίων** ομάδων

1. Ιόντα μεταλλικών στοιχείων (σχηματισμός κατιόντων)

❖ Με απομάκρυνση όλων των s σθένους. Τότε \Rightarrow

ιοντικό φορτίο = Αριθμός Ομάδας

Κατιόντα με δομές ευγενούς αερίου

π.χ. Ca: Ομάδα 2A



Κατιόντα με δομές ψευδοευγενούς αερίου

π.χ. Ga: Ομάδα 3A



❖ Απομάκρυνση μόνο των p ηλεκτρονίων σθένους. Τότε \Rightarrow

ιοντικό φορτίο = Αριθμός Ομάδας - 2

π.χ. In: Ομάδα 3A



τέτοια κατιόντα είναι:



(α) Ιόντα στοιχείων κυρίων ομάδων (συνέχεια)

Ρόλος της ενέργειας ιοντισμού στον σχηματισμό κατιόντων

Στοιχείο	I_1	I_2	I_3	I_4	σε kJ/mol
Na	496	4562	6910	9543	
Mg	738	1451	7733	10.542	
Al	578	1817	2745	11.577	

1. Τι σημαίνουν οι «κόκκινες» τιμές του πίνακα;
2. Γιατί τα στοιχεία της Ομάδας 3A δείχνουν μικρότερη τάση σχηματισμού ιοντικών ενώσεων;
3. Γιατί δεν υπάρχουν ιοντικές ενώσεις του B^{3+} ; (BF_3 ομοιοπολική ένωση!)
4. Γιατί δεν υπάρχουν ενώσεις ιόντων με φορτίο +4 ή, αν υπάρχουν, είναι ελάχιστες;
5. Τι χαρακτήρα (ιοντικό ή ομοιοπολικό) έχουν οι ενώσεις $SnCl_2$ και $SnCl_4$;

(α) Ιόντα στοιχείων **κυρίων ομάδων** (συνέχεια)

2. Ιόντα αμετάλλων στοιχείων (σχηματισμός ανιόντων)

Αμέταλλα (τομέας p) + ne = ανιόντα με δομή ευγενούς αερίου ns^2np^6

Ιοντικό φορτίο = Αριθμός Ομάδας – 8

π.χ. S Ομάδα 6A \Rightarrow ιοντικό φορτίο: $6 - 8 = -2$

P Ομάδα 5A \Rightarrow ιοντικό φορτίο: $5 - 8 = -3$

S ($[\text{Ne}]3s^23p^4$) + $2 e^- \rightarrow \text{S}^{2-}$ ($[\text{Ar}]$) (ión σουλφιδίου)

P ($[\text{Ne}]3s^23p^3$) + $3 e^- \rightarrow \text{P}^{3-}$ ($[\text{Ar}]$) (ión φωσφιδίου)

Πολυατομικά ιόντα (κυρίως ανιόντα) (Έχουν δοθεί στον Πίν 2.6)

Τα άτομα εδώ συνδέονται με ομοιοπολικούς δεσμούς

π.χ. NO_3^- , SO_4^{2-} , PO_4^{3-}

(β) Κατιόντα μεταβατικών μετάλλων (MM)

1. Τα περισσότερα MM σχηματίζουν πάνω από ένα κατιόντα με διαφορετικά φορτία (π.χ. Fe^{2+} , Fe^{3+})

2. Κανένα από αυτά δεν έχει δομή ευγενούς αερίου (πλην Sc^{3+})

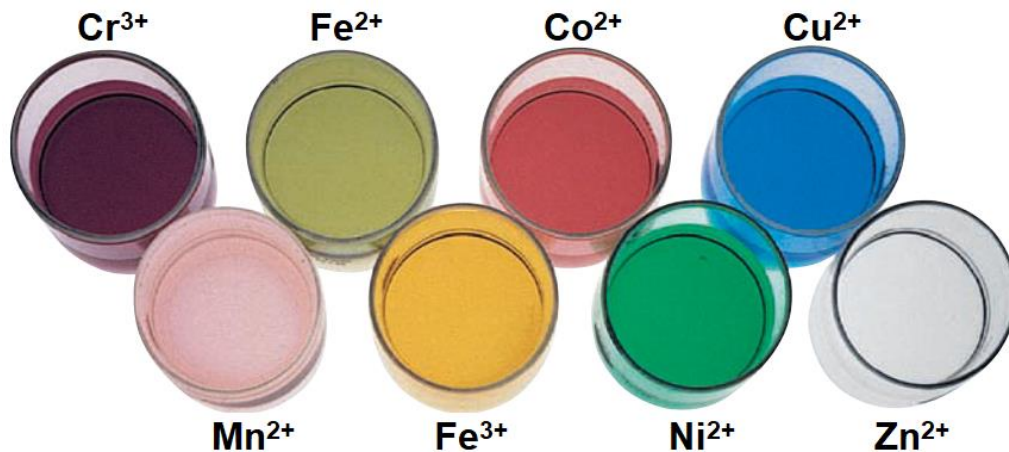
3. Πρώτα χάνουν τα ns ηλεκτρόνια. Κατόπιν μπορούν να χάσουν ένα ή δύο $(n - 1)d$ ηλεκτρόνια.

4. Τα συνηθέστερα φορτία των ιόντων των MM είναι +2 και +3



Συνηθισμένα κατιόντα μεταβατικών μετάλλων

Ιόν	Όνομα ιόντος
Cr^{3+}	Χρώμιο(III)
Mn^{2+}	Μαγγάνιο(II)
Fe^{2+}	Σίδηρος(II)
Fe^{3+}	Σίδηρος(III)
Co^{2+}	Κοβάλτιο(II)
Ni^{2+}	Νικέλιο(II)
Cu^{2+}	Χαλκός(II)
Zn^{2+}	Ψευδάργυρος
Ag^+	Άργυρος
Cd^{2+}	Κάδμιο
Hg^{2+}	Υδράργυρος(II)



! Ενώσεις MM έγχρωμες, ενώ ενώσεις στοιχείων κυρίων ομάδων συνήθως άχρωμες

Παράδειγμα 9.4

Εύρεση στοιχείου από την ηλεκτρονική δομή ενός ιόντος του

Ένα ιόν M^{2+} από την πρώτη σειρά μεταβατικών μετάλλων έχει τέσσερα ηλεκτρόνια στον υποφλοιό $3d$.

Ποιο είναι το στοιχείο M ;

Απάντηση

Γενικός τύπος ηλεκτρονικής δομής για τα MM της 1ης σειράς:
 $[Ar]3d^{1-10}4s^2$

Τα MM της 1ης σειράς για να σχηματίσουν ένα κατιόν M^{2+} , αποβάλλουν τα δύο εξώτερα ηλεκτρόνια $4s \Rightarrow$

Ηλεκτρονική δομή του ιόντος M^{2+} : $[Ar]3d^4 \Rightarrow$

Το ουδέτερο στοιχείο M έχει ηλεκτρονική δομή $[Ar]3d^44s^2 \Rightarrow$
 $[Ar]3d^54s^1$ (ημισυμπληρωμένος υποφλοιός \Rightarrow σταθερότερος)

Η συντομογραφία $[Ar]$ υποδηλώνει την παρουσία $18 e \Rightarrow$
το M έχει $18 + 6 = 24 e \Rightarrow Z = 24 \Rightarrow M = Cr$ (χρώμιο)

9.3 Ιοντικές ακτίνες

Τι ονομάζουμε ιοντική ακτίνα (r^+ , r^-) και πώς προσδιορίζεται πειραματικά

Προσδιορισμός του d με περίθλαση ακτίνων X

Η ηλεκτρονική πυκνότητα ελαττώνεται, καθώς απομακρυνόμαστε από τους ατομικούς πυρήνες.

A = το σημείο ελάχιστης ηλεκτρονικής πυκνότητας μάς δείχνει "πού σταματά το κατιόν και πού αρχίζει το ανιόν".

Πώς θα διαμοιρασθεί σωστά η απόσταση d ;

Μέθοδος Landé για LiI : Ιόντα I^- ως σφαίρες σε επαφή η μία με την άλλη.

Απόσταση μεταξύ των πυρήνων I^-

$$d = 426 \text{ pm} \Rightarrow r(I^-) = (1/2)d = 213 \text{ pm}$$

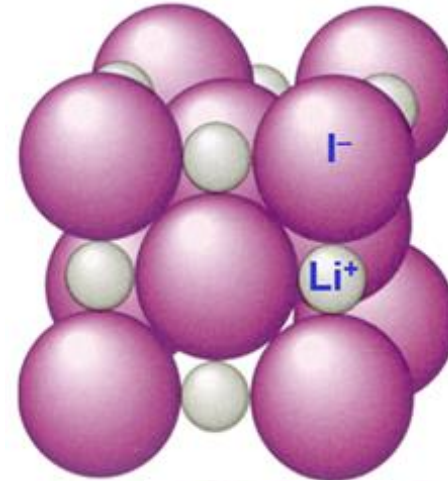
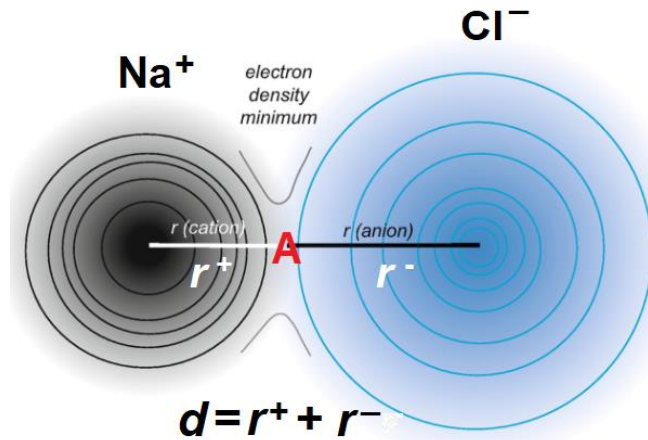
Πόση είναι η ακτίνα των ιόντων Na^+ και Cl^- ;

$$\text{Ακτίνα } Na^+ : d(NaI) = 308 \text{ pm} \Rightarrow$$

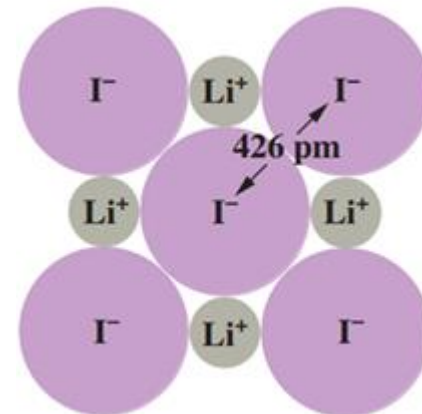
$$r(Na^+) = 308 \text{ pm} - 213 \text{ pm} = 95 \text{ pm}$$

$$\text{Ακτίνα } Cl^- : d(NaCl) = 276 \text{ pm} \Rightarrow$$

$$r(Cl^-) = 276 \text{ pm} - 95 \text{ pm} = 181 \text{ pm}$$



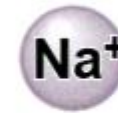
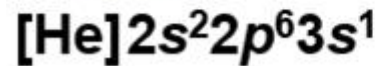
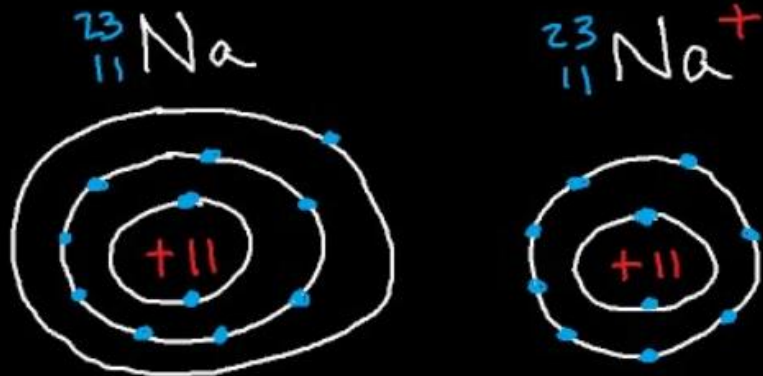
Τρισδιάστατη απεικόνιση του κρυστάλλου LiI



Διατομή μιας στιβάδας ιόντων ($Li^+ \lll I^-$)

(α) Σύγκριση ατομικών και ιοντικών ακτίνων

Ionic Radius vs Atomic Radius



Παρατηρούμε ότι το άτομο του νατρίου χάνει **ολόκληρο** τον εξωτερικό του φλοιό κατά τον σχηματισμό του ιόντος Na⁺. Έτσι, το κατιόν είναι **μικρότερο** από το ουδέτερο άτομο.



Το ιόν Cl⁻ είναι **μεγαλύτερο** από το άτομο Cl, επειδή το ίδιο πυρηνικό φορτίο συγκρατεί έναν μεγαλύτερο αριθμό ηλεκτρονίων λιγότερο ισχυρά.

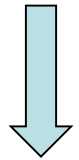


+

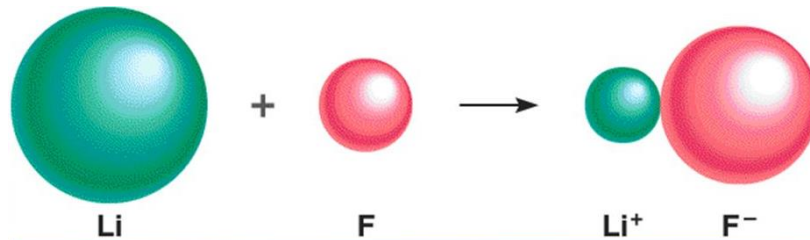


Τι «χάνει» το Li και τι «κερδίζει» το F σε μέγεθος όταν αντιδρούν;

(β) Μεταβολή των ιοντικών ακτίνων μέσα στον Π.Π.



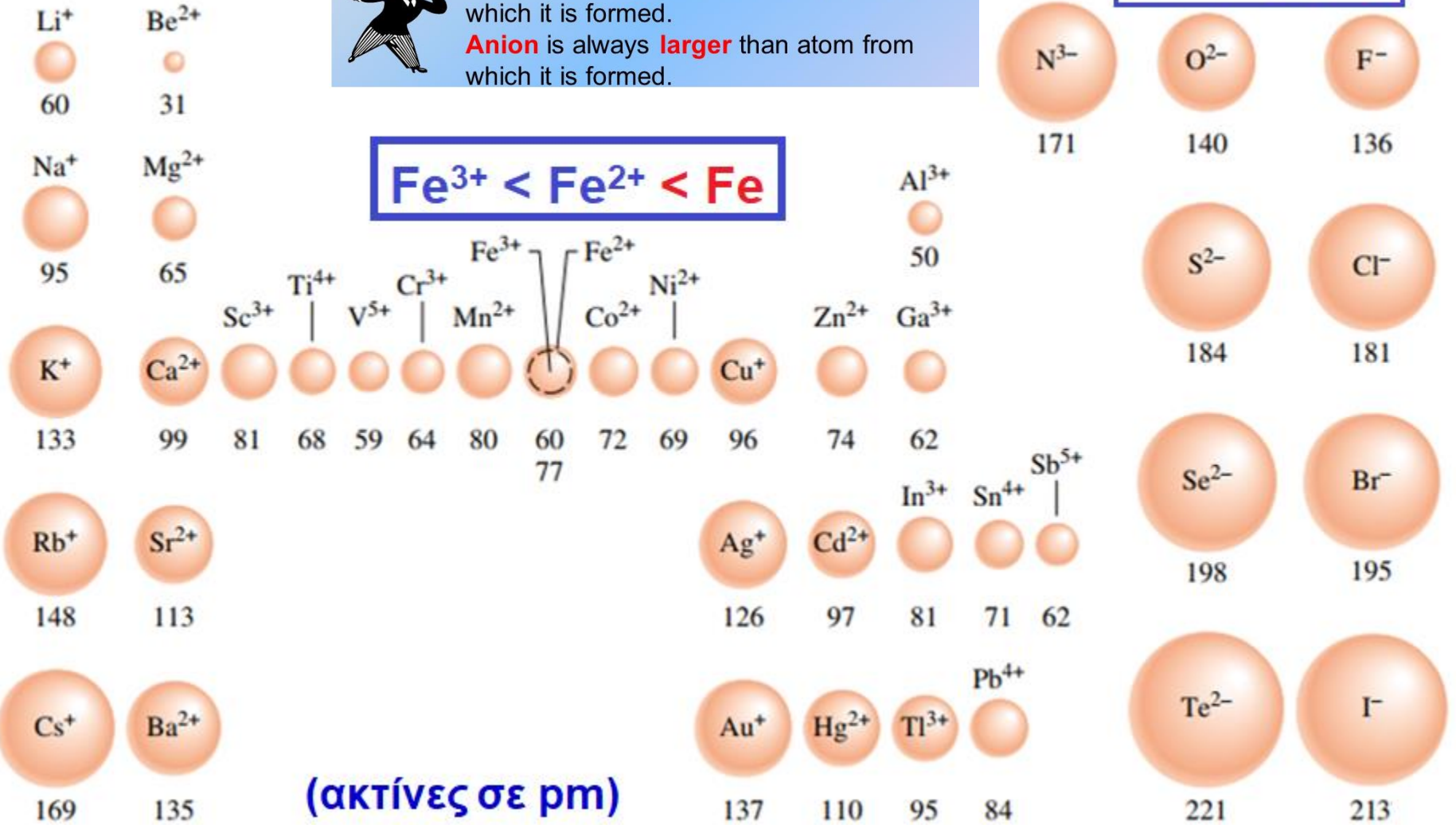
Μέσα σε μια ομάδα



Μέσα σε μια περίοδο;;;;



Cation is always **smaller** than atom from which it is formed.
Anion is always **larger** than atom from which it is formed.



(γ) Ισοηλεκτρονικά χημικά είδη

Σε ποιες περιπτώσεις είναι δυνατή η σύγκριση ιοντικών ακτίνων;

Συγκρίνετε $r(\text{K}^+)$ με $r(\text{Au}^+)$ \Rightarrow δύσκολο αν όχι αδύνατο

Ισοηλεκτρονικά χημικά είδη είναι αυτά που έχουν τον ίδιο αριθμό ηλεκτρονίων και την ίδια ηλεκτρονική δομή.

Τα ιόντα O^{2-} , F^- , Na^+ , Mg^{2+} και Al^{3+} έχουν από 10 ηλεκτρόνια και την ηλεκτρονική δομή του νέου, $[\text{Ne}], 1s^2 2s^2 2p^6$, γι' αυτό είναι ισοηλεκτρονικά.

Καθώς το πυρηνικό φορτίο αυξάνεται από αριστερά προς τα δεξιά, τα ηλεκτρόνια έλκονται όλο και πιο ισχυρά από το αυξανόμενο πυρηνικό φορτίο και η ιοντική ακτίνα διαρκώς ελαττώνεται:



Isoelectronic Species



Ionic Radius

Παράδειγμα 9.5

Σύγκριση ιοντικών ακτίνων

Τοποθετήστε τα ακόλουθα χημικά είδη κατά σειρά αυξανόμενης ακτίνας: Rb^+ , Y^{3+} , Br^- , Sr^{2+} , Se^{2-}

Απάντηση

Από τη θέση των ατόμων στον Π.Π. και το ιοντικό φορτίο, διαπιστώνουμε ότι πρόκειται για ισοηλεκτρονικά χημικά είδη (το καθένα έχει 36 ηλεκτρόνια και τη δομή του κρυπτού, $[\text{Kr}]$).

Σε μια σειρά ισοηλεκτρονικών χημικών ειδών, το μέγεθος καθορίζεται από το πυρηνικό φορτίο.

Τα χημικά είδη με το μεγαλύτερο πυρηνικό φορτίο (ατομικό αριθμό) είναι τα μικρότερα σε μέγεθος, ενώ αυτά που έχουν το μικρότερο πυρηνικό φορτίο είναι τα μεγαλύτερα σε μέγεθος.

Έτσι, η ζητούμενη σειρά είναι



Ερωτήσεις – Ασκήσεις – Προβλήματα

9.1 Χρησιμοποιήστε σύμβολα Lewis για να παραστήσετε τη μεταφορά ηλεκτρονίων μεταξύ των παρακάτω ατόμων προς σχηματισμό ιόντων με δομές ευγενών αερίων: (α) Ba και S (β) Al και P

9.2 Να υπολογισθεί η ενέργεια πλέγματος του χλωριδίου του αργιλίου, $\text{AlCl}_3(\text{s})$, από τα ακόλουθα δεδομένα:

(α) Η ενέργεια εξάχνωσης του $\text{Al}(\text{s})$ είναι $+326 \text{ kJ/mol}$.

(β) Οι ενέργειες πρώτου, δεύτερου και τρίτου ιοντισμού του Al είναι $+578$, $+1817$ και $+2745 \text{ kJ/mol}$, αντίστοιχα.

(γ) Η ενέργεια του δεσμού $\text{Cl}-\text{Cl}$ είναι 244 kJ/mol .

(δ) Η πρώτη ηλεκτρονική συγγένεια του Cl είναι -349 kJ/mol .

(ε) Η ενθαλπία σχηματισμού του $\text{AlCl}_3(\text{s})$ είναι -704 kJ/mol .

9.3 Η ακτίνα του ατόμου του Li είναι 152 pm και η ακτίνα του ιόντος Li^+ 68 pm . Υπολογίστε την επί τοις % ελάττωση του ατομικού όγκου, όταν το $\text{Li}(\text{g})$ μετατρέπεται σε $\text{Li}^+(\text{g})$.

9.4 Να καταταγούν τα άτομα ή ιόντα των παρακάτω τριάδων κατά σειρά ελαττούμενου μεγέθους.

(α) Mn, Mn^{2+} , Mn^{3+} (β) S^{2-} , Cl^- , Ca^{2+} (γ) Cs, Li, Na (δ) Al, Si, S

9.5 Από τα ιόντα: K^+ , Cl^- , Ca^{2+} , S^{2-} , το ιόν με τη χαμηλότερη ενέργεια ιοντισμού είναι το (α) K^+ , (β) Cl^- , (γ) Ca^{2+} , (δ) S^{2-}